

DESCRIPTION DES SYSTEMES THERMODYNAMIQUES

1. SYSTEMES THERMODYNAMIQUES

1.1. Définitions

La thermodynamique macroscopique cherche à définir les propriétés et les interactions avec le milieu extérieur d'ensembles matériels macroscopiques appelés systèmes thermodynamiques.

Système isolé : n'échange ni énergie ni matière avec l'extérieur.

Système fermé : n'échange que de l'énergie avec l'extérieur.

1.2. Exemples

Gaz enfermé dans une enceinte imperméable, fluide circulant dans un moteur, fils ou barres élastique, système sous plusieurs phases, systèmes électriquement chargés (condensateur...) etc. Bref, tout peut s'étudier sous l'angle de la thermodynamique.

2. VARIABLE D'ETAT

Ce sont les paramètres permettant de définir un système et les différents états dans lequel on peut le rencontrer.

2.1. Température

Symbole T . unité légale le Kelvin (K)

⇒ Traduction macroscopique de l'agitation des atomes.

Si on note θ la température en °C, on a $T = \theta + 273,15 \approx \theta + 273$

(K) (°C)

Remarque : cette grandeur est liée à la notion de chaud et de froid. Cependant, la perception du chaud ou du froid fait intervenir le concept de chaleur.

👉 chaleur ≠ température (cf. chapitre suivant)

2.2. Pression

Symbole p . unité légale le Pascal (Pa)

Autres unités : le bar (symbole : bar) $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

l'atmosphère (atm) $1 \text{ atm} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

p ⇒ représentation des forces de contact qui s'exercent au sein d'un fluide (par opposition aux forces à distance)

Pour un gaz, p ⇒ traduction macroscopique des chocs qui s'exercent entre les molécules ou sur les parois d'un récipient.

◇ Equation de la statique des fluides pour un fluide au repos dans le champ de pesanteur.

On montre que (cf. cours d'hydraulique) :

$$\mu g.dZ + dp = 0$$

μ : masse volumique du fluide

g : intensité de la pesanteur

Z : altitude ; OZ axe vertical *ascendant*.

Ceci implique que pour les systèmes usuels, c'est-à-dire où ΔZ (la variation d'altitude) est faible d'une extrémité à l'autre du système, la pression au repos peut être considérée comme uniforme.

2.3. Variables extensives / intensives

- ◇ Les variables extensives sont multipliées par X quand on passe à un système X fois plus grand : volume \mathcal{V} , nombre de moles n , nombre de particules N , masse m , charge q , énergie, etc...
- ◇ Dans les mêmes conditions les variables intensives gardent leurs valeurs initiales : température T , pression p , concentration moléculaire ν , masse volumique μ , densité de charge η , etc...

3. EQUILIBRE THERMODYNAMIQUE

3.1. Etat d'équilibre

Un système est en équilibre si, soumis à des conditions extérieures constantes et uniformes, toutes ses variables d'état demeurent constantes.

3.2. Equation d'état

a) Existence

- ◇ L'observation de différents systèmes dans leurs divers états d'équilibre possible révèle que les variables d'état qui les décrivent ne sont pas indépendantes.
- ◇ La plupart des systèmes que nous étudierons sont décrits par les variables p , \mathcal{V} , T , n . Ils sont dits "simples". On constate que la donnée de 3 de ces variables fixe la 4^e.

Il existe donc une relation $f(p, \mathcal{V}, T, n) = 0$ équation d'état d'un système simple.

Exemple : gaz de Van der Waals (modèle de gaz réel)

$$\left(p + \frac{n^2 a}{\mathcal{V}^2}\right)(\mathcal{V} - nb) = nRT \quad a, b, R = \text{constante}$$

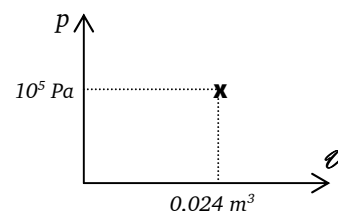
- ◇ Condensateur : $f(Q, C, U) = 0$ ($Q - CU = 0$)

b) Conséquence immédiate : représentation

Cas d'un gaz dont le nombre de moles est fixé :
2 variables indépendantes suffisent à la description de l'état d'équilibre.

Voir exemple ci-contre :

diagramme en coordonnées de Clapeyron
pour $n = 1 \text{ mol}$ et $T = 298 \text{ K}$



c) Cas d'un gaz parfait

- ◇ Modèle du gaz parfait :

dimension des molécules « distances qui les séparent.

Les forces s'exerçant à distance entre les molécules sont nulles.

◇ Equation d'état $p \mathcal{V} = n R T$

p
Pa

\mathcal{V}
 m^3

$=$

n
mol

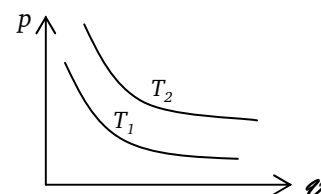
R
J.K⁻¹.mol⁻¹

T
K

$R = \text{constante des gaz parfaits} = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

conséquence : courbes isothermes \rightarrow

$T = \text{constante} \Rightarrow p \mathcal{V} = \text{constante}$



3.3. Coefficients thermoélastiques

$$\alpha = \frac{1}{\vartheta} \left(\frac{\partial \vartheta}{\partial T} \right)_p \quad \text{coefficient de dilatation isobare}$$

$$\beta = \frac{1}{p} \left(\frac{\partial p}{\partial T} \right)_{\vartheta} \quad \text{coefficient d'augmentation de pression isochore}$$

$$\chi_T = -\frac{1}{\vartheta} \left(\frac{\partial \vartheta}{\partial p} \right)_T \quad \text{coefficient de compressibilité isotherme}$$

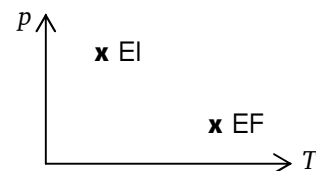
→ à appliquer au gaz parfait. (exercice)

4. TRANSFORMATIONS

4.1. Notion de transformation

Perturbations extérieures \Rightarrow passage d'un état d'équilibre à un autre.

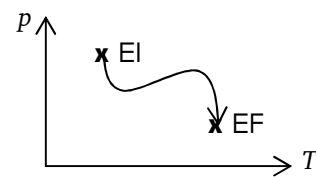
Les états intermédiaires ne sont pas, en général des états d'équilibre (inhomogénéités, turbulences...)



4.2. Transformation quasistatique

Si la durée totale du processus est très supérieure au temps de relaxation du système, la transformation peut être considérée comme infiniment lente.

\Rightarrow Etats intermédiaires infiniment voisin d'états d'équilibre.



4.3. Transformation réversible / irréversible

Une transformation réversible est une transformation quasistatique telle que l'on puisse réaliser exactement la transformation inverse.

La plupart des transformations réelles sont irréversibles, c'est-à-dire qu'elles se produisent spontanément dans un sens déterminé, et que l'on ne peut pas revenir à l'état initial par la même voie.

◇ Causes d'irréversibilité :

- déséquilibre (\Rightarrow transformation non quasistatique) mécanique, thermique ou chimique.
- phénomènes dissipatifs (frottements, diffusion)
- hystérésis

\Rightarrow Donner des exemples de phénomènes irréversibles en identifiant la cause irréversibilité.

\Rightarrow Etude de la traction d'un élastique (réversible ou non, pourquoi?)

- traction brutale.
- traction très lente, sans sortir du domaine d'élasticité.
- traction très lente, en sortant du domaine d'élasticité.

4.4. Transformations particulières

Transformation isobare : $p = \text{constante}$
 monobare : $p_e = \text{constante}$ (p_e = pression exercée par l'extérieur).
 isochore : $\varnothing = \text{constante}$
 isotherme : $T = \text{constante}$
 monotherme : $T_e = \text{constante}$ (T_e = température du milieu extérieur)
 adiabatique : sans échange de chaleur (cf. chapitre suivant)
 transformation cyclique ou cycle : EI = EF

5. COMPLEMENT : NOTION DE DEBIT

La mécanique des fluides fait appel à une description particulière que nous n'aborderons pas ici (voir le cours d'hydraulique). Citons simplement la notion de débit qui nous sera utile en thermodynamique.

Débit volumique : $q_v = \frac{d\varnothing}{dt}$

Débit massique : $q_m = \frac{dm}{dt} = \frac{\mu d\varnothing}{dt} = \mu q_v$

$d\varnothing$ et dm sont respectivement le volume élémentaire et la masse élémentaire (c'est-à-dire infiniment petit) traversant une section donnée pendant la durée élémentaire dt .

Dans le cas de débits constants, ces relations se simplifient en :

$$q_v = \frac{\varnothing}{t}$$

et $q_m = \frac{m}{t}$